Module 1.3 : Atome

Objectifs : - Évaluer les tailles, masses et charges relatives des particules,
- Connaître les différents modèles de l'atome.

Structure de l'atome

Le modèle avec lequel nous travaillerons cette année s'inspire du modèle de Bohr et représente l'atome comme un « grain » de matière de très petite taille (diamètre de 10 nm, soit 10^{-10} m), non chargé (électriquement neutre), composé d'un noyau, au centre, entouré d'un nuage électronique.

Trois particules dites élémentaires constituent l'atome : le proton, le neutron et l'électron.

Particules élémentaires	**Localisation**	**Symbole**	**Masse *u***	**Charge électrique *eV***	**Symbole nombre de particules**
proton	dans le noyau (nucléons)	p^+	1	+1	Z
neutron		n	1	0	N
électron	autour du noyau	é	~0	-1	Z

1 u = 1.66· 10^{-24} g 1 eV = 1.602· 10^{-19} C

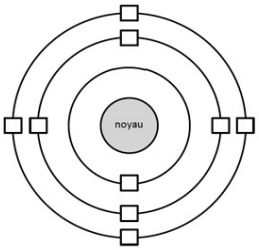
L'atome étant neutre, le nombre d'électrons est donc le même que celui de protons.

Quant à la masse d'un atome, elle peut se calculer en additionnant uniquement les masses des neutrons et des protons. En effet, l'électron étant 2000 fois plus léger que ces deux dernières particules, sa masse est dite négligeable par rapport à celles des neutrons et des protons.

Structure électronique

Nous avons vu précédemment qu'un atome possède autant d'électrons que de protons et que les protons et les neutrons constituent un noyau autour duquel gravitent les électrons à une vitesse avoisinant les 200 [km/s]. Le nuage électronique formé par ceux-ci n'a rien d'aléatoire et a une structure organisée en couches. Certaines de ces couches sont elles-même organisées en différents niveaux d'énergie (cf annexe 4).

Il a été montré que les propriétés chimiques d'un élément dépendent essentiellement du nombre d'électrons que celui-ci possède sur sa dernière couche. Ainsi, nous retiendrons de ce modèle (et ce sera suffisant pour cette année) que, sur la couche externe d'un atome, il peut y avoir huit électrons au maximum (deux seulement pour la 1^e couche). Ces électrons s'organisent en paires et, lorsqu'un atome possède ce nombre maximum d'électrons, il est particulièrement stable.



Exercices

1.3.**1.** Pourquoi peut-on dire que la masse d'un atome correspond à la somme des masses des protons et des neutrons alors que l'atome possède aussi des électrons ?

1.3.**2.** En fonction des indications figurant en page 8, exprimez, en grammes, la masse d'un neutron et celle d'un proton.

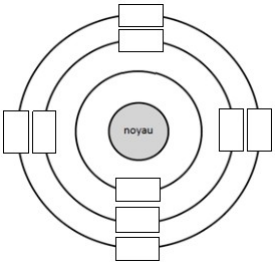
1.3.**3.** Calculez, en grammes, la masse d'un atome d'aluminium, sachant que celui-ci est formé de 13 protons, de 13 électrons[3] et de 14 neutrons. Pour ce calcul, utilisez les résultats de l'exercice précédent.

1.3.**4.** A l'aide du tableau périodique :

a) Trouvez le nombre d'électrons que possède le soufre.

b) Complétez le dessin ci-à côté pour l'atome de soufre,

c) Seule la dernière couche électronique est importante pour déterminer les caractéristiques chimiques d'un atome. Représentez, pour l'atome de soufre, la structure de Lewis[4].



Exercices de renforcement

1.3.**5.** Pourquoi l'atome est-il globalement neutre ?

1.3.**6.** Calculez, en grammes, la masse d'une molécule d'eau, sachant que chaque atome d'hydrogène possède un proton et un électron (mais aucun neutron) et que le noyau d'un atome d'oxygène comporte huit protons et huit neutrons.

1.3.**7.** En utilisant le résultat de l'exercice 1.3.6, calculez combien de molécules d'eau comporte une goutte d'eau de 0,03 mL ?

1.3.**8.** La structure de Lewis représente un atome sous la forme d'un symbole entouré par les électrons de la couche externe. Sur la base des quelques exemples ci-dessous, donnez la structure de Lewis du chlore, du béryllium et de l'hélium.



1.3.**9.** La masse de $1{,}09 \cdot 10^{-22}$ g, correspond-elle à la masse moyenne d'un atome de zinc ou à la masse d'un atome de zinc 68 ?

3 L'atome est électriquement neutre. Les protons possédant un charge électrique égale mais de signe opposée à celle des électrons, il y a toujours autant de protons que d'électrons dans un atome.

4 La structure de Lewis présente le symbole de l'élément entouré des électrons de la dernière couche uniquement, représentés par des points pour les électrons célibataires et des barres (soit deux points liés) pour les paires d'électrons.

Module 1.4 : Éléments et isotopes

Objectifs : - Savoir interpréter le tableau périodique (Z, A, N, MA).

Éléments

Un élément chimique regroupe les atomes possédant le même nombre de protons, et donc d'électrons, ce qui leur donne les mêmes propriétés chimiques.

On symbolise un élément par un symbole : il s'agit d'une lettre majuscule et éventuellement d'une lettre minuscule. On trouve ce symbole dans le tableau périodique, ainsi que le nombre de protons (et donc d'électrons) que possède cet élément. Ce nombre correspond au numéro de la case, que l'on appelle « numéro atomique Z ».

Ex : C = élément carbone, ensemble d'atomes possédant 6 protons (et donc 6 électrons)

Co = élément cobalt, ensemble d'atomes possédant 27 protons (et 27 électrons)[5]

Isotopes

On distingue au sein d'un même élément des atomes possédant une structure nucléaire différente. Il s'agit des isotopes d'un même élément[6]. Un isotope est un groupe d'atomes possédant un nombre de neutrons bien précis. On définit un isotope par son nombre de masse A, qui correspond à l'addition de son nombre de protons et de neutrons (Z + N = A).

Ex : Carbone 12 (^{12}C ou $^{12}_{6}C$) = atome de carbone (6 p^+) possédant 6 neutrons (A - Z = 12 - 6)

Carbone 13 (^{13}C ou $^{13}_{6}C$) = atome de carbone (6 p^+) possédant 7 neutrons (A - Z = 13 - 6)

Dans le tableau périodique, la masse atomique moyenne (MA) indiquée correspond à la moyenne pondérée des masses isotopiques. Ainsi, la valeur de la masse atomique moyenne arrondie correspond généralement au nombre de masse de l'isotope principal.

MA(C) = 12,01 u => le carbone 12 est (probablement) l'isotope le plus abondant !

Tableau périodique

Dmitri Mendeleïev publia, en 1869, la première classification périodique des éléments en se basant sur leurs masses et leurs propriétés chimiques respectives. Dans le tableau périodique actuel, les éléments sont classés dans l'ordre croissant des numéros atomiques. Les lignes du tableau périodique s'appellent « des périodes ». Les éléments d'une même période ont tous le même nombre de couches électroniques et donc une taille assez similaire, bien que celle-ci diminue très légèrement au cours du remplissage de la couche. Les colonnes se nomment « des familles ». Les éléments d'une même famille ont en commun le nombre et la répartition de leurs électrons externes. De plus, ils possèdent des propriétés chimiques semblables.

5 A ne pas confondre avec CO, molécule formée de carbone et d'oxygène (voir plus loin).

6 Faisant partie du même élément, ils possèdent forcément le même nombre de protons, seul le nombre de neutrons pourra être différent

Exercices

1.4.**1.** Complétez le tableau suivant :

Atome de	Symbole	Nb p^+	Nb é	Nb n
Xénon 124				
Isotope principal du xénon				
Isotope principal de				0
Soufre...				17

Qu'ont en commun les deux atomes de xénon du tableau ci-dessus ?

1.4.**2.** Donnez le symbole de l'élément :

a) dont Z=3,
b) qui possède 3 couches électroniques occupées et 5 électrons externes,
c) qui contient trois fois plus de protons que l'atome d'oxygène,
d) qui est un métal liquide à 25°C,
e) qui possède 8 électrons externes dans la $4^{ème}$ couche.

1.4.**3.** L'élément chlore est composé à 24,24 % de chlore 37 et à 75,76 % de chlore 35. Calculez la masse atomique moyenne approximative (en u).

1.4.**4.** L'élément magnésium est constitué de trois isotopes. L'abondance du ^{24}Mg est de 79 % et celle du ^{25}Mg de 10%. Quel est le troisième isotope du magnésium ?

Exercices de renforcement

1.4.**5.** Compléter le tableau suivant :

Nom de l'élément	Symbole de l'atome	Z	N	A
	^{32}S			
		8	8	
		8		18
Potassium			20	

1.4.**6.** Combien y a-t-il de neutrons dans chacun des atomes suivants : ^{235}U, ^{60}Co, ^{12}C ? Le ou lesquels de ces atomes correspond(ent) à un isotope principal de l'élément ?

1.4.**7.** L'élément cuivre est constitué de deux isotopes. L'un possède 34 neutrons, l'autre 36. Sur la base de la masse atomique relative moyenne figurant sur votre tableau périodique, calculez l'abondance approximative de chacun de ces isotopes.